



I COMMENT SE FORMENT LES MOLECULES ?

La liaison covalente :

Les atomes dans les molécules sont liés par des liaisons covalentes, mise en commun de deux électrons par deux atomes différents, ces deux électrons forment encore un doublet liant.

La règle du duet et de l'octet

Dans la molécule, les atomes tendent à compléter leur couche électronique périphérique pour avoir la structure stable du gaz inerte le plus proche, soit 2 ou 8 e⁻ sur cette couche, pour cela ils partagent des e⁻ avec les atomes voisins. Chaque liaison formée permet à l'atome de gagner un électron sur sa couche externe

| Atome | H | C | N | O |
|---|-----------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| Z | 1 | 6 | 7 | 8 |
| Formule électronique | K ¹ | K ² , L ⁴ | K ² , L ⁵ | K ² , L ⁶ |
| Lewis atome (Hors programme) | $\overset{\cdot}{\text{H}}$ | $\overset{\cdot}{\text{C}} \cdot$ | $ \overset{\cdot}{\text{N}} \cdot$ | $ \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot$ |
| Nombre de doublets liants formés par cet atome dans la molécule | 1 | 4 | 3 | 2 |

Représentation de Lewis des molécules :

Le symbole de l'élément représente le noyau et les électrons internes de l'atome.

On représente les doublets liants entre les atomes et les doublets non liants de l'atome par des tirets.

| Formule brute | H ₂ | HCl | O ₂ | CO ₂ |
|-------------------------|----------------|--------------------------------------|---|--|
| Représentation de Lewis | H—H | H— $\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}$ | $ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}=\overset{\cdot\cdot}{\text{O}} $ | $ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}=\text{C}=\overset{\cdot\cdot}{\text{O}} $ |

Ici les doublets liants sont en bleu et les doublets non liants en rouge, on peut vérifier que H vérifie la règle du duet et les autres atomes celle de l'octet.

II GEOMETRIE DE QUELQUES MOLECULES SIMPLES

| Nom | Formule brute | Nombre de doublets | Représentation de Lewis | Caractéristiques géométriques | Représentation plane |
|----------|------------------|--|-------------------------|---|----------------------|
| Eau | H ₂ O | 2 doublets liants Et 2 doublets non liants | | Molécule coudée $d_{H-O} \approx 96 \text{ pm}$ $\alpha \approx 105^\circ$ | |
| Ammoniac | NH ₃ | 3 doublets liants Et 1 doublet non liant | | Molécule pyramidale à base triangulaire $d_{H-N} \approx 101 \text{ pm}$ $\alpha \approx 107^\circ$ | |
| Méthane | CH ₄ | 4 doublets liants | | Molécule tétraogonale $d_{C-H} \approx 109 \text{ pm}$ $\alpha \approx 109^\circ$ | |

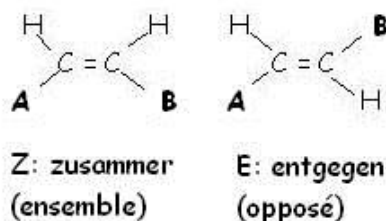
Pour les molécules d'eau, d'ammoniac et de méthane la répulsion des doublets liants ou non liants impose une disposition tétraédrique pour quatre doublets se repoussant dans la molécule.

Les différences entre les angles proviennent du fait que la répulsion des doublets non liants est plus importante que la répulsion des doublets liants.

Pour des atomes liés par une double liaison, l'environnement de ces atomes est plan, pour des atomes liés par une triple liaison l'environnement de ces atomes est linéaire.

III ISOMERIE Z/E

Lorsque de part et d'autre de la double liaison d'un composé CHA=CHB, les groupements d'atomes A et B ne sont pas des atomes d'hydrogène H, il existe deux isomères appelés Z et E



En éclairant un isomère Z (respectivement l'isomère E), il est parfois possible de rompre la double liaison et d'obtenir ainsi l'isomère E (respectivement l'isomère Z). C'est une photo-isomérisation.

C'est le cas pour le rétinol Z :

